CONCEITOS FUNDAMENTAIS E SOLUÇÕES



Olá!

A Química é uma ciência ativa, moderna e, acima de tudo, evolutiva. Os estudos envolvendo a matéria, principal objeto de investigação dessa disciplina, tiveram início centenas de anos atrás. No entanto, as descobertas e a construção do conhecimento são contínuas. **O estudo envolvendo a matéria tem significância fundamental para a sociedade, seja no campo do conhecimento da matéria natural, seja para transformações no âmbito industrial**. Você já parou para pensar por que sua mão seca rapidamente quando utiliza álcool gel para higienização? Da mesma forma, por que um gelo derrete e se transforma em água em estado líquido? Ou, ainda, é possível a existência de soluções sólidas, sem a presença de líquidos?

Nesta Unidade de Aprendizagem, você irá estudar sobre a matéria e suas transformações tendo como foco conceitos fundamentais da Química Geral. Você também irá conhecer as soluções, aprender a diferenciá-las e classificá-las com base em suas características.

Bons estudos.

Ao final desta Unidade de Aprendizagem, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Reconhecer a matéria e suas transformações.

- Diferenciar os tipos de soluções.
- Classificar as soluções de acordo com suas características.



DESAFIO

As propriedades intensivas e extensivas da matéria são únicas para cada substância. As **intensivas** são aquelas que não dependem da massa da amostra, como a temperatura de ponto de fusão e ebulição. As **extensivas**, por sua vez, são aquelas que dependem da massa de amostra analisada, como o volume.

Um laboratório de análises de alimentos recebe amostras de sal de cozinha e açúcar para que sejam realizadas análises do grau de pureza.

No entanto, por mau acondicionamento das amostras, as identificações dos frascos foram apagadas. E, para agravar a situação, ambas estão armazenas em frascos padrão da empresa, ou seja, apresentam a mesma coloração e granulometria dos materiais.

O químico responsável precisa identificar novamente as substâncias para poder utilizar os métodos específicos para realizar a análise do grau de pureza.

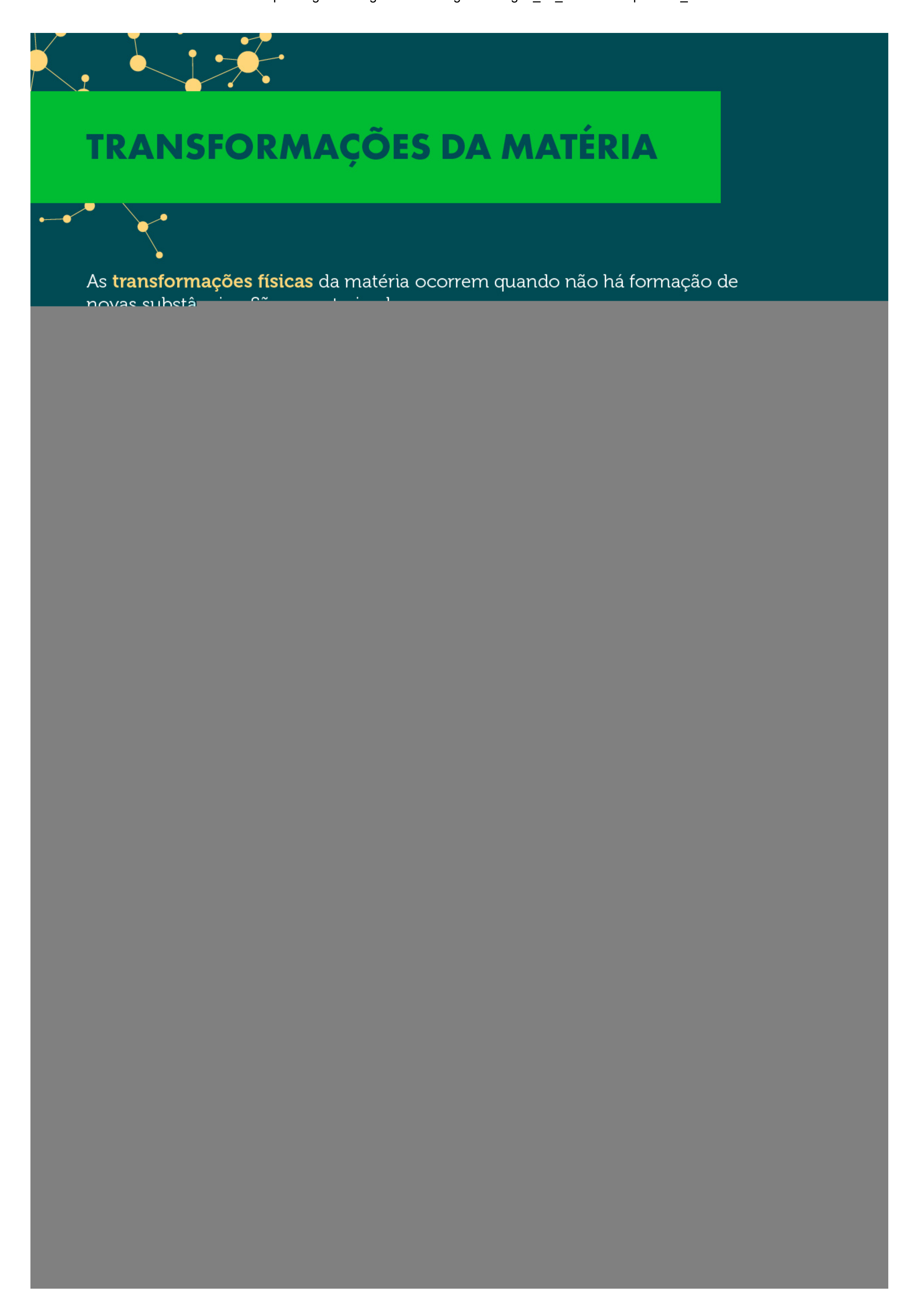
Agora, suponha que você se tornou o responsável pelas amostras. **Como você pode proceder para identificar as substâncias? Lembre-se de que os materiais possuem características próprias que os diferenciam.**



INFOGRÁFICO

A matéria que nos rodeia está em constante mudança, sofrendo inúmeras variações. Um copo de vidro que quebra, uma vegetação que queima e uma poça de água que seca são exemplos de alterações que ocorrem todos os dias. Essas **transformações podem ser físicas ou químicas**.

No Infográfico, você irá conhecer, de forma detalhada, dois exemplos em que ocorrem transformações físicas e químicas. Os materiais em estudo serão a água e o metal ferro.

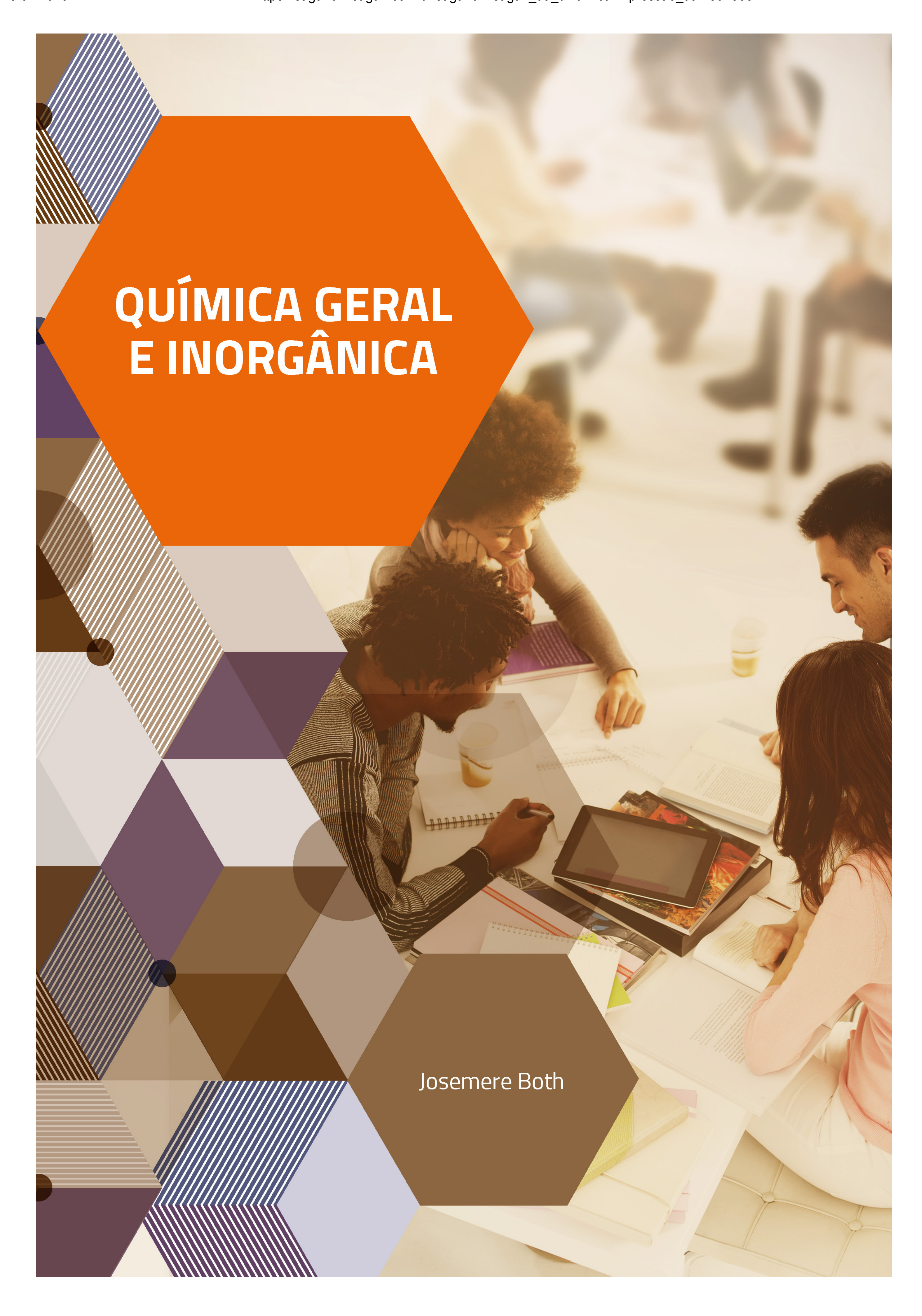

TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA
As transformações físicas da matéria ocorrem quando não há formação de



CONTEÚDO DO LIVRO

Olhe agora os materiais ao seu redor e tente identificar a química presente neles. Em seguida, inicie o estudo deste capítulo. Ao término, realize novamente a observação do ambiente. Certamente você irá se surpreender com a **forma diferente de observar a matéria**. As **transformações** que podem ocorrer e que vemos em atividades cotidianas **envolvem fenômenos químicos ou físicos** e são explicados por meio de conceitos relacionados à Química Geral.

No capítulo **Conceitos fundamentais e soluções**, da obra Química Geral e Inorgânica, você vai entender melhor o estudo da matéria e das soluções químicas.


QUÍMICA GERAL
E INORGÂNICA
Josemere Both

Conceitos fundamentais e soluções

Objetivos de aprendizagem

Ao final deste texto, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Reconhecer a matéria e suas transformações.
- Diferenciar os tipos de soluções.
- Classificar as soluções de acordo com suas características.

Introdução

O ramo da ciência que estuda a matéria, suas propriedades, estruturas e transformações é a química. Ela está presente em tudo e não somente relacionada, de forma errônea, com certos objetos produzidos pelo ser humano, que nem sempre trazem benefícios. Na verdade, os benefícios gerados com a utilização dos conhecimentos químicos são muito mais expressivos e estão relacionados com as atividades que buscam o bem-estar social como um todo. De forma geral, podemos encontrar a química nos alimentos, nas roupas, nos livros, nos aparelhos de TV e na água. A própria manutenção da vida envolve processos químicos (respiração, digestão de alimentos, etc.).

Neste capítulo, você vai estudar os conceitos fundamentais da química geral que envolvem a matéria e suas transformações. Você poderá responder questões simples como o porquê de o gelo derreter e a água evaporar. Ou, ainda, o porquê de as frutas mudarem de cor quando chegam ao final de seu ciclo de crescimento e ficam maduras. Além disso, uma abordagem ampla sobre soluções possibilitará a você conhecer, classificar e diferenciar os tipos de soluções compostas por materiais de acordo com suas características.

Matéria e suas transformações

O homem vem estudando a matéria desde os tempos mais remotos. Inicialmente, era denominada como alquimia. A alquimia é considerada um estudo antecessor da química, pois buscava explicações sobre fatos relacionados ao cotidiano, questionando-se por que os materiais se movem, variam suas qualidades, se alteram, se queimam, esfriam, etc., cujas explicações eram desconhecidas.

A química é a ciência que estuda a matéria, suas propriedades, estruturas e transformações. A matéria pode ser definida como qualquer material físico do universo, ou seja, tudo que ocupa lugar no espaço e tem massa. Um computador, uma cadeira, o seu corpo, a água e o ar que você respira são todos exemplos de matéria. Entretanto, nem todas as formas de matéria são tão simples ou familiares, mas todas as formas são combinações de substâncias básicas ou elementares, dando origem a substâncias compostas ou elementares (ATKINS; JONES, 2011).

Para analisar as propriedades e as transformações da matéria, é utilizado como base o campo da ciência que estuda o mundo não observável dos átomos e das moléculas. O universo macroscópico corresponde a observações de materiais de tamanho real (macro = grande), como a efervescência de um comprimido antiácido e o universo submicroscópico, que se refere aos átomos e às moléculas que não podem ser observados, mas sua existência é suportada teoricamente.

A matéria pode se apresentar como substância elementar ou simples e composta. Os elementos são a menor unidade de substância, sendo que não é possível sua decomposição para obtenção de unidades mais simples. Esses são representados e listados na tabela periódica dos elementos. A Figura 1a representa um átomo do elemento hélio. Observe que temos a presença de vários átomos do elemento, de forma isolada, sem que este esteja ligado com átomos de sua mesma espécie ou com diferentes átomos de outros elementos. Essa é a característica de um átomo de elemento. Entretanto, a Figura 1b representa a formação de moléculas de oxigênio a partir da união de dois átomos do mesmo elemento (oxigênio). Essa molécula de oxigênio pode ser decomposta para formar átomos de elementos individuais. Assim, no contexto molecular, cada elemento é composto de somente um tipo de átomo, podendo ser constituído de átomos individuais ou de moléculas, característica de substâncias simples. As substâncias compostas, também denominadas apenas como compostos químicos são constituídos por dois ou mais elemen-

tos, tendo consequentemente dois ou mais tipos de átomos para formação de moléculas. A substância amônia é um exemplo de composto (Figura 1c). A molécula é formada com a união de um átomo do elemento nitrogênio e três átomos do elemento hidrogênio. Atente que apenas moléculas de amônia estão presentes. Quando encontramos sistemas contendo simultaneamente átomos de elementos individuais, formando moléculas e compostos, obtemos uma mistura de elementos e compostos, como representado na Figura 1d. O ar atmosférico é um exemplo de sistema que contém uma mistura de gases, tendo como principais os compostos formados pelos átomos dos elementos nitrogênio, oxigênio, hidrogênio e gás carbônico. Dessa forma, as misturas podem ser definidas como sistemas que têm combinações de duas ou mais substâncias na qual todas mantêm sua própria identidade química (BROWN; LEMAY; BURSTEN, 2005).

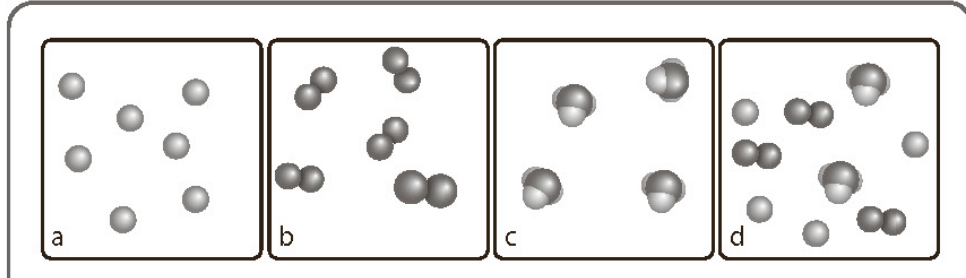
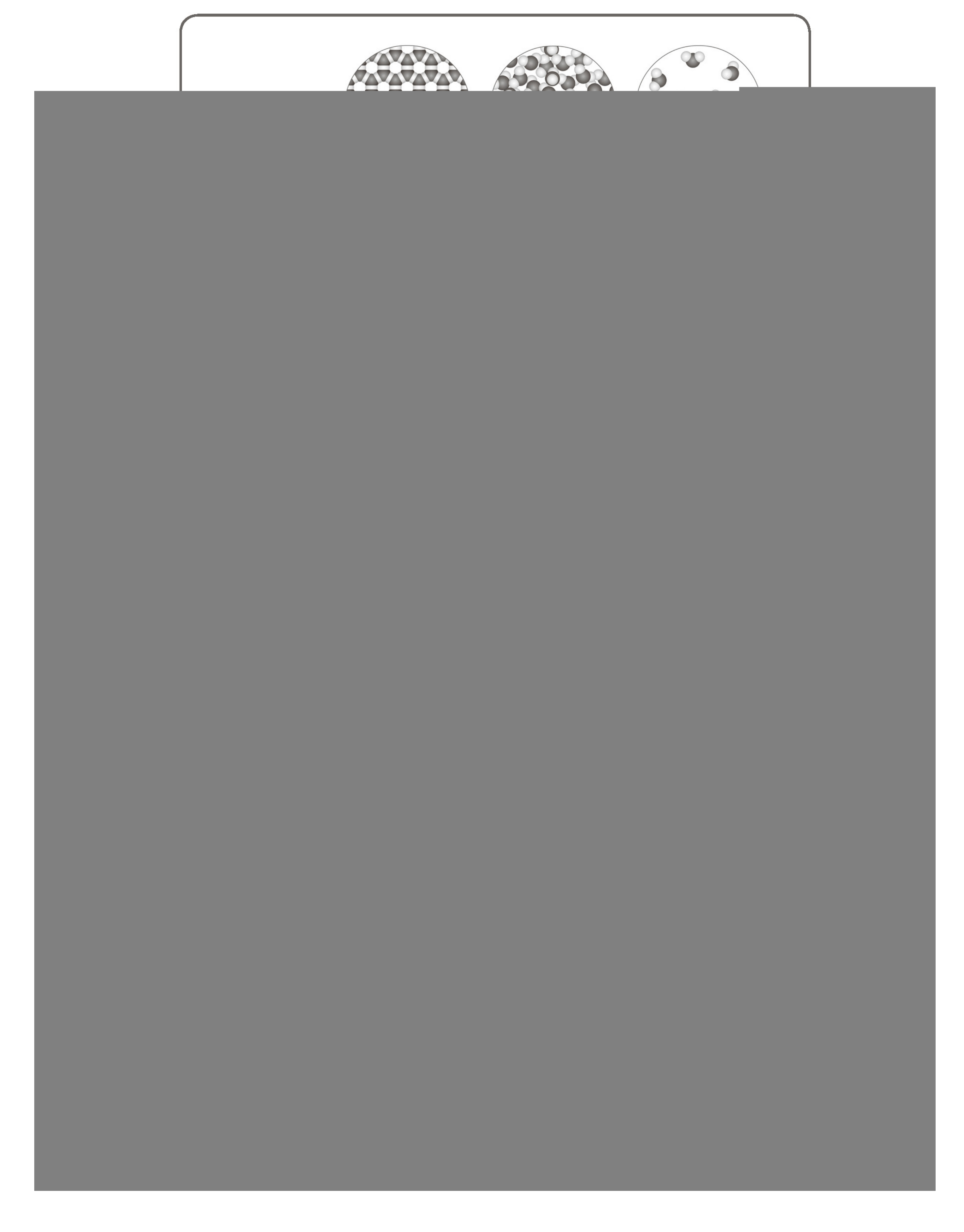


Figura 1. Representação de substâncias elementares ou compostas. (a) Átomo de um elemento. (b) Molécula de um elemento. (c) Molécula de um composto. (d) Mistura de elementos e um composto.

Dentre as formas que a matéria se apresenta, a mais tradicional é formada por sustâncias compostas, por meio de mistura de diferentes substâncias que dão origem aos materiais que utilizamos no dia a dia. Por exemplo, o gás de cozinha é sistema que tem uma mistura de gases (gás butano e propano), a gasolina para carros (um líquido) e as ruas por onde andamos (sólido). Todas são matérias formadas por mistura de moléculas compostas. Podemos observar que uma amostra de matéria pode ser um sólido, um líquido ou um gás. Essas três formas de matéria são chamadas de estado da matéria, os quais se diferem em algumas de suas propriedades observáveis mais simples. A Figura 2 representa os três estados da matéria, utilizando a água para exemplificação.



As propriedades de estado da matéria podem ser entendidas em níveis moleculares (Figura 2 anterior). Nos sólidos, as moléculas estão presas umas às outras, geralmente com arranjos definidos, em que podem apenas oscilar superficialmente sem que ocorra troca de posição na estrutura. Em líquidos, as moléculas também estão próximas entre si, apresentando estrutura menos compacta, quando comparada com um sólido, permitindo que ocorra movimentação e desvios entre as moléculas. Para o estado gasoso, as moléculas estão muito distantes umas das outras e se movem com altas velocidades, permitindo repetidas colisões entre si e contra as paredes do recipiente. Essas propriedades justificam a forma rígida do sólido, a facilidade de verter de um líquido e a flexibilidade de formas que um gás pode assumir em determinados contextos.

Além das propriedades de estado, podemos estudar a matéria por meio das propriedades físicas, químicas e de suas transformações. Tanto em processos industriais quanto na vida prática do dia a dia, observamos constantes transformações da matéria. São consideradas transformações da matéria qualquer processo, ou conjunto de processos, pelo qual as propriedades de

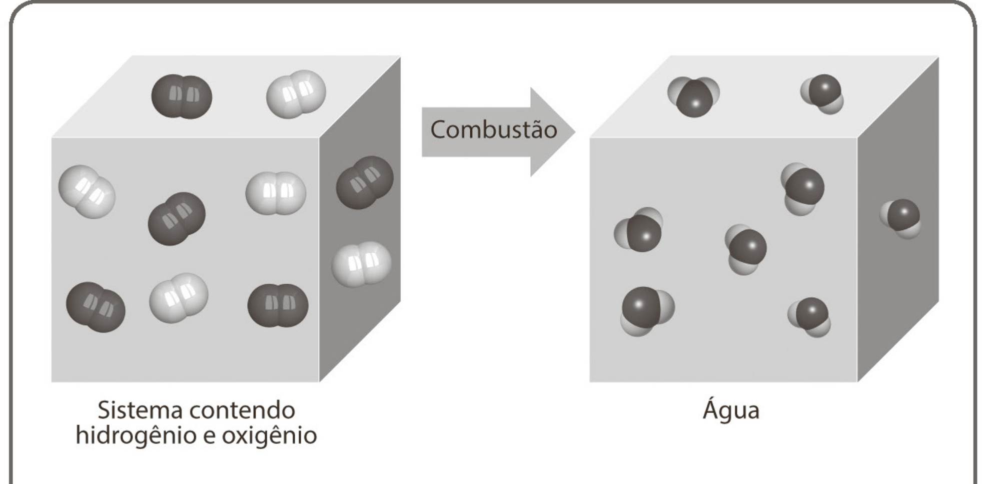


Figura 3. Representação da alteração da identidade química da substância hidrogênio que reage com oxigênio para formação de água.

Fonte: Adaptado de Dmitry Guzhanin/Shutterstock.com; molekuul_be/Shutterstock.com; Brown, Lemay e Bursten (2005, p. 9).

Quando não é identificada a obtenção de uma nova substância ou matéria, temos apenas uma transformação nas propriedades físicas. Alterações nessa propriedade são caracterizadas por não alterar a composição e a identidade da substância. São propriedades físicas da matéria: dureza, odor, pontos de ebulição (P_{eb}) e fusão (P_f), densidade e coloração. Podemos utilizar ainda a Figura 2 anterior para representar uma transformação física da água. A transformação da água entre os estados sólido, líquido e gasoso altera apenas o estado de agregação das moléculas, ou seja, quando a água evapora, ela passa do estado líquido para o gasoso, mas ainda é composta por moléculas de água e não altera nenhum outro aspecto, além de seu estado físico. Por isso é denominada como transformação física da matéria.

No estudo da matéria, todas as propriedades mensuráveis podem ser classificadas como intensivas e extensivas. As propriedades intensivas são aquelas que independem da quantidade de matéria presente no material analisado. Depende apenas da natureza da substância que compõem a matéria, como a temperatura de P_f, P_{eb} e densidade. Estas, muitas vezes, são chamadas de propriedades características e são utilizadas na identificação e determinação do grau de pureza de uma substância ou um material.

P_f e P_{eb} podem ser utilizados para identificar uma substância, uma vez que substâncias diferentes têm valores diferentes de P_f e P_{eb}. Observe a Figura 4, que representa graficamente a curva de aquecimento de uma dada substância,

para compreender o comportamento com a variação da temperatura e em função do tempo, identificando os pontos de fusão e ebulição.

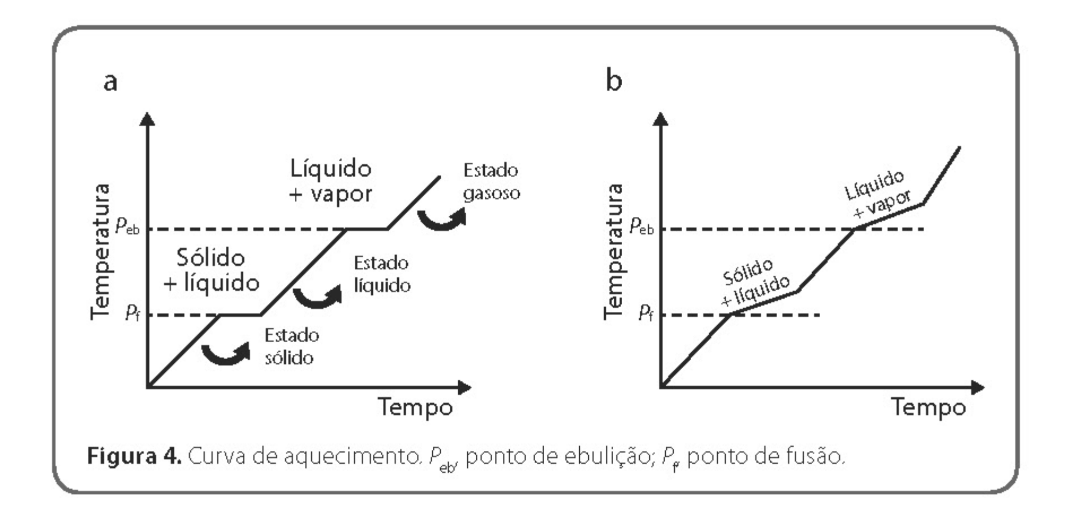


Figura 4. Curva de aquecimento. P_{eb}, ponto de ebulição; P_f, ponto de fusão.

Observamos por meio da Figura 4a anterior que a substância, quando aquecida durante um tempo, vai modificando seu estado físico quando a temperatura aumenta, passando do estado sólido para o líquido e depois gasoso. Observe que, ao fazer a transição nas fases (sólido-líquido e líquido-gás), a substância permanece com temperatura constante até que todo sólido tenha se transformado em líquido e todo líquido em vapor. Enquanto a temperatura se mantiver constante, estrão presentes no sistema os dois estados físicos correspondentes. Esse comportamento é semelhante em todos os materiais, alterando apenas as temperaturas nas quais ocorrem a fusão e a ebulição. Assim, podemos definir como P_f a temperatura constante na qual a substância passa do estado sólido para o líquido e o P_{eb} como a temperatura constante na qual a substância passa do estado líquido para o gasoso.

As discussões realizadas anteriormente representam o comportamento de substâncias puras como água. Quando utilizamos uma mistura de duas ou mais substâncias, verificamos que o comportamento durante o aquecimento é diferente, como representado na Figura 4b anterior, do observado inicialmente (Figura 4a). As misturas não apresentam uma única temperatura de fusão e ebulição. Durante a mudança de estado de uma mistura, observa-se que a temperatura do início da transformação é diferente da temperatura final. As mudanças de estado ocorrem em uma faixa de temperatura. Assim, por meio do comportamento durante as mudanças do estado da matéria é possível determinar se uma amostra é constituída por uma substância pura ou uma mistura.

Da mesma forma que o P_f e o P_{eb}, a densidade também é uma característica da substância. A densidade das substâncias está relacionada com a massa e o volume da matéria em análise. A densidade em geral é expressa em gramas/centímetro cúbico (g/cm^3), indicando, portanto, a massa da substância que ocupa o volume de 1 cm^3. Pode ser expressada por meio da relação matemática:

$$Densidade = \frac{Massa\ (g)}{Volume\ (L) ou\ (cm^3)}$$

No caso de misturas de substâncias, a densidade varia com sua composição. A densidade de um material depende da temperatura em que ele se encontra. Isso é mais evidente no caso dos gases, uma vez que pequenas variações provocam grandes volumes do material. Utilizando um exemplo simples, a 0 °C e 1 atm, 32 g de oxigênio ocupam o volume de 22,400 cm^3 e, portanto, sua densidade é igual a 0,00143 g/cm^3:

$$Densidade = \frac{32\ (g)}{22{,}400\ (cm^3)} = 0{,}00143\ g/cm^3$$

Quando utilizamos a mesma massa a 1 atm e aumentamos a temperatura para 100 °C, o gás ocupa o volume de 36,600 cm^3 e sua densidade é 0,00105 g/cm^3. Observamos que quando aumentamos a temperatura a densidade diminui.

As propriedades extensivas são aquelas que dependem da quantidade de matéria presente em um material, ou seja, da quantidade de amostra analisada. Massa e volume são exemplos de propriedades extensivas da matéria. Quanto maior for a amostra analisada, maior será a massa e o volume e vice-versa.

A massa das substâncias é a medida da quantidade de material em uma amostra. A unidade básica de massa no sistema internacional de medidas (SI) é o quilograma (kg), mas pode ser expressa em outras unidades como miligramas (mg), gramas (g), entre outras. Para analisar quantidades de massa, a utilização da denominação *peso* é equivocada. Peso e massa são palavras com significados diferentes e não são a mesma coisa. O peso de um objeto é a força que a massa exerce em razão da gravidade. No espaço, onde as forças gravitacionais são fracas, um astronauta pode não ter peso, mas terá massa. Entretanto, a massa do astronauta no espaço é a mesma que se ele estivesse na Terra.

O volume de uma substância é expresso frequentemente em centímetros cúbicos (cm^3), representando a quantidade de espaço que uma dada substância ocupa. Outras unidades podem ser utilizadas, como litros (L), que é equivalente

a um decímetro cúbico (dm^3). Entretanto, a unidade de medida L não é uma unidade SI, mas é utilizada frequentemente no estudo da matéria.

Podemos observar que as transformações podem ser físicas, químicas e classificadas de várias formas dependendo da característica em análise. Entretanto, apenas as transformações químicas ocorrem por meio de reações químicas, em que um material com característica inicial se transforma em outro com características diferentes das iniciais, formando um novo material composto por nova substância. Essas reações podem ocorrer por meio de interações entre os três estados físicos da matéria (gases, líquidos e sólido) nas diversas combinações (líquido-líquido, sólido-líquido, gases-sólido, entre outros), desde que ocorra contato entre as substâncias e estas tenham afinidade para reagir. Agora você vai conhecer os tipos de soluções e aprender a diferenciá-las.



Fique atento

Na química, para o estudo dos materiais sempre é importante ter claros os conceitos-chave para melhor compreensão e construção do conhecimento. Vamos definir os mais importantes utilizados neste capítulo.

Elemento químico: é o constituinte básico de todas as substâncias. Essa expressão é definida como o conjunto de átomos de mesmo número atômico. Para significar essa definição, utilizaremos o elemento oxigênio como exemplo. De forma natural, o elemento oxigênio se apresenta na natureza como a união de dois átomos, formando O_2 gasoso. Cada átomo tem oito prótons em seu núcleo, que correspondem ao número atômico, ou seja, o número atômico e o número de prótons são os mesmos para átomos de elementos iguais. Cada elemento tem um número atômico diferente que corresponde ao seu número de prótons. A tabela periódica relaciona os elementos químicos conhecidos e apresenta todas as características correspondentes a cada elemento.

Átomo: é a menor partícula possível de um elemento, ou seja, um átomo isolado representa a menor unidade possível de elemento químico sem descaracterizá-lo. O átomo é composto por um núcleo central de carga positiva, denominado próton e nêutron. Esse núcleo é rodeado por uma nuvem de elétrons com carga negativa.

Molécula: é a união de átomos de iguais ou diferentes elementos químicos, que se mantêm unidos para formar as substâncias, ou seja, é a forma mais comum em que encontramos a matéria. Os átomos unidos por ligações químicas não podem ser separados sem afetar ou destruir as propriedades das substâncias. Voltando ao exemplo, dois átomos de oxigênio se unem para formar uma molécula de oxigênio, que está presente no ar atmosférico em maior quantidade.

Substância química: é constituída de moléculas e representa toda a matéria formada por uma composição constante de elementos químicos, e que tenha propriedades físicas e químicas definidas.

Tipos e classificação de soluções

As misturas de substâncias são as principais formadoras das soluções. Quando temos dois ou mais componentes misturados em um sistema, obtém-se uma solução. As misturas podem conter sistemas heterogêneos ou homogêneos. Vamos utilizar a palavra **sistemas** no lugar de **misturas** para evitar confusões, pois não encontramos uma mistura nos sistemas heterogêneos. Isso você poderá perceber no avanço dos estudos.

As misturas contendo sistemas heterogêneos são aqueles que apresentam duas ou mais fases distintas, isto é, são polifásicas; os componentes não se misturam. Um exemplo de sistema heterogêneo entre dois líquidos que não se misturam é a água e o óleo.

Os sistemas compostos por misturas homogêneas são aqueles que apresentam uma única fase, ou seja, são monofásicas. Elas podem ocorrer nos três estados físicos da matéria (sólidos, líquidos e gases). Sistemas contendo misturas homogêneas são medicamentos em forma de comprimidos e soro fisiológico. Os medicamentos como comprimidos são misturas de substâncias sólidas, que apresentam um sistema homogêneo, em quantidades adequadas para suprir a necessidade do organismo e melhorar o efeito biológico, assim como o soro fisiológico, que tem em sua composição água e cloreto de sódio em quantidades adequadas para hidratar o corpo. Essas duas substâncias, água e cloreto de sódio, formam um sistema contendo uma fase, ou seja, homogêneo.

Os sistemas heterogêneos formam duas fases ou mais e, por isso, não podem ser classificadas como soluções. Esses sistemas recebem outra classificação. São chamados de coloides e misturas com suspensão.

As soluções, objeto de estudo neste capítulo, são misturas homogêneas que mantêm propriedades idênticas em qualquer porção que a compõe. As partículas podem ser moléculas ou íons e são menores que 10 **Å (angströms)**. Como as soluções têm a mistura de dois ou mais componentes, denominamos, de forma geral, como soluto e solvente. Vamos utilizar como exemplo uma mistura composta por água (100 g) e sal de cozinha (2 g) para identificar e definir soluto e solvente em uma solução.

O soluto é a substância que estará dispersa em um solvente e o solvente será o dispersante. Podemos dizer que o soluto é a substância que está em menor quantidade e o solvente em maior quantidade. Voltando ao exemplo, o sal de cozinha será o soluto da solução, pois ele é dissolvido em um meio

chamado solvente, a fim de formar uma solução. Os solutos são normalmente compostos iônicos, mas também podem se apresentar como compostos moleculares polares.

O solvente é uma substância em que o soluto é disperso. No exemplo, a água é o solvente que dissolve o sal de cozinha (soluto). A água é o solvente bastante utilizado para fazer soluções, ficando conhecida como solvente universal.

As soluções podem ser classificadas em tipos de soluções. Essa classificação é realizada de acordo com o estado de agregação das substâncias, quanto à natureza do soluto e em relação à quantidade e à natureza do soluto. As soluções podem ser classificadas considerando o estado físico das substâncias em sólido, líquido e gasoso.

O sistema com a mistura de dois ou mais sólidos é considerado uma solução sólida. O aço é uma solução sólida, composto por ferro, carbono e silício, formando um material muito resistente e utilizado em construções para suportar grandes tensões e massas.

Um sistema formado pela mistura de gases é considerado uma solução gasosa, como o ar atmosférico e o gás de cozinha (predominando gás butano e propano).

As soluções líquidas contêm um sistema formado por um solvente líquido e o soluto pode ser um sólido, um líquido ou um gás. Dessa forma, as soluções líquidas podem ser em sistema composto por:

- **Líquido e sólido:** mistura de água e sal, em que a água é o solvente e o sal o soluto.
- **Líquido e líquido:** mistura de álcool e água, em que soluto e o solvente são líquidos.
- **Líquido e gás:** água gaseificada, em que o gás carbônico é incorporado (dissolvido) na água. O gás é o soluto e a água o solvente.

As soluções líquidas são o tipo de solução mais utilizada no estudo da matéria e das substâncias, pois é o meio mais comum para as reações químicas ocorrerem. As soluções líquidas em que a água é o solvente são chamadas de soluções aquosas. Entretanto, as soluções tendem a apresentar o mesmo estado físico que o solvente utilizado se encontra.

Os tipos de soluções que levam em consideração a natureza do soluto são classificados como moleculares ou não eletrolíticas e iônicas ou eletrolíticas.

Quando as partículas da substância soluto são moléculas, como uma solução aquosa de açúcar, chamamos de soluções moleculares. Estas não formam íons em solução. Já as soluções iônicas são caracterizadas pela formação de íons, quando o soluto é solubilizado. Um exemplo simples é a solução aquosa de cloreto de sódio (sal de cozinha). Quando o sal é adicionado na água, forma uma solução contendo íons sódio (Na^+) e cloro (Cl^-).

As soluções iônicas e moleculares podem ser distinguidas por meio da condutibilidade elétrica da solução. Isso porque as soluções moleculares, por não apresentarem íons livres, não conduzem corrente elétrica, enquanto as soluções iônicas são condutoras de corrente elétrica.

As soluções que levam em consideração a quantidade de soluto dissolvida no solvente podem ser classificadas em diluídas, concentradas, saturadas, insaturadas e supersaturadas. Seguem as características de cada:

- As soluções diluídas apresentam pequena quantidade de soluto dissolvido. Uma solução de soro fisiológico contém 0,9 g de cloreto de sódio dissolvidos em 99,1 g de água, formando uma solução diluída.
- As soluções concentradas apresentam grande quantidade de soluto dissolvido. O álcool de limpeza contém em sua composição 46% de álcool e 54% de água.
- Soluções saturadas têm a máxima quantidade de soluto dissolvida, ou seja, encontra-se no limite da saturação do solvente, relacionada com as soluções concentradas.
- Soluções insaturadas contém soluto na quantidade menor que a solubilidade da substância solvente, apresentando características semelhantes a soluções diluídas.
- As soluções supersaturadas apresentam soluto dissolvido acima da capacidade da solubilidade da substância. Essas soluções são instáveis, podendo precipitar o soluto em excesso, formando um corpo de fundo.

A Figura 5 representa a formação de cristais a partir de uma solução supersaturada de acetato de sódio dissolvido em água. Nessa solução, o soluto dissolvido em excesso precipita facilmente quando um cristal de acetato de sódio é adicionado, formando cristais.

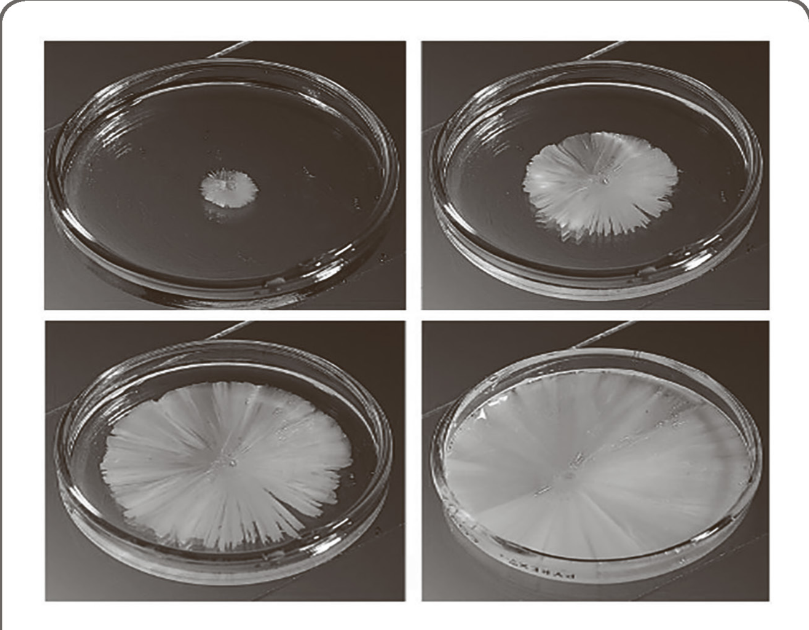


Figura 5. Formação de precipitado em solução supersaturada.
Fonte: Jespersen, Brady e Hyslop (2017, p. 157).

Coeficiente e curvas de solubilidade

A quantidade de soluto dissolvido em solvente nas soluções saturadas está relacionada ao coeficiente e à solubilidade de cada substância. O coeficiente de solubilidade corresponde à máxima quantidade de soluto que conseguimos dissolver em uma quantidade padrão de solvente, a uma dada temperatura e pressão. O Quadro 1 apresenta alguns coeficientes de solubilidade de compostos em água a 20 °C.

Quadro 1. Solubilidade de compostos em água a 20 °C

Composto	g de composto/100 g de água
Cloreto de potássio (KCl)	8
Nitrato de potássio (KNO_3)	27
Cloreto de sódio (NaCl)	36
Nitrato de sódio ($NaNO_3$)	91

Fonte: Adaptado de Jespersen, Brady e Hyslop (2017).

A solubilidade dos compostos depende da natureza tanto do soluto e do solvente e pode ser alterada com a variação de temperatura. Para os gases, além da temperatura, a pressão é determinante. A variação da solubilidade de compostos pode ser observada no gráfico de curvas de solubilidade (Figura 6). Ele representa a máxima quantidade de soluto que é dissolvido em uma dada massa de solvente com a variação da temperatura.

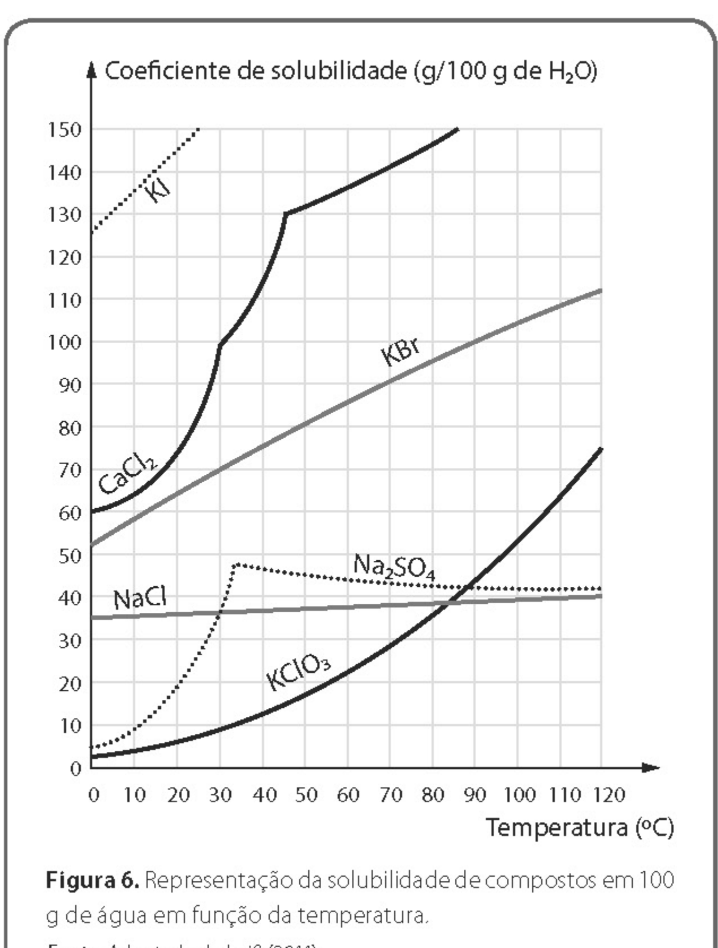


Figura 6. Representação da solubilidade de compostos em 100 g de água em função da temperatura.
Fonte: Adaptada de Laifi (2011).

Geralmente, em temperaturas mais elevadas, consegue-se dissolver mais soluto na mesma quantidade de solvente, sendo poucos os casos em que isso não ocorre.

Analisando o gráfico de curva de solubilidade, vamos analisar o comportamento do brometo de potássio (KBr) quando dissolvemos 80 g em 100 g de água a 50 °C. Nessas condições a solução formada é classificada como

solução saturada, pois é a quantidade máxima que pode ser dissolvida em 100 g de água a 50 °C. Qualquer região acima da linha que representa a curva de solubilidade para o KBr resultará em uma solução supersaturada, com a presença de soluto que excede a quantidade máxima que pode ser dissolvida, formando um precipitado não dissolvido ao fundo. Entretanto, qualquer ponto abaixo da linha que representa a curva de solubilidade para o KBr resultará em uma solução insaturada, com soluto dissolvido abaixo de sua capacidade máxima. Qualquer ponto sobre a linha que representa a curva de solubilidade para o KBr resultará em uma solução saturada. Essas relações podem ser feitas para todos os compostos representados no gráfico, sempre utilizando como base a curva de solubilidade de cada substância.



Saiba mais

As misturas de substâncias formam a maioria dos materiais que utilizamos no dia a dia e são tão frequentes que é interessante estudarmos um pouco mais sobre elas. De forma geral, as misturas são formadas por duas ou mais substâncias. Uma delas compõe o disperso (em menor quantidade) e a outra, o dispergente ou dispersante (maior quantidade). Dependendo do tamanho das partículas das substâncias do disperso que ficam diluídas no dispersante, podemos ter soluções, coloides e suspensões. As soluções você já conheceu no decorrer dos estudos realizados neste capítulo. Vamos conhecer agora, resumidamente, as características dos coloides e das suspenções, considerando o tamanho de partícula das substâncias que compõem a matéria.

Coloide: é uma mistura heterogênea, com partículas de dimensões que variam de 10 Å a 1000 Å. Nesses tamanhos de partículas, é possível observar a matéria em um microscópio. São subdivididos em:

- Gel: o disperso é líquido e o dispergente é sólido. Exemplo: manteiga.
- Sol: o disperso é sólido e o dispergente é líquido. Exemplo: gelatina e plasma sanguíneo.
- Aerossol: o disperso pode ser um líquido ou um sólido e o dispergente é gasoso. Exemplo: inseticida.
- Emulsão: o disperso e o dispergente são líquidos. Exemplo: maionese e leite.
- Espuma: o disperso é gás e o dispergente é líquido ou sólido. Exemplo: isopor (poliestireno expandido).

Suspensão: é uma mistura heterogênea, com partículas de dimensões maiores que 1000 Å, visíveis ao microscópio comum e, às vezes, até mesmo a olho nu. Exemplo: água com areia, pó de café e enxofre em água.

Considerando o tamanho das partículas dos coloides e suspensões, as soluções são compostas pelos menores tamanhos de partículas, menores que 10 Å, mantendo as propriedades idênticas em qualquer porção da solução homogênea.

Concentrações de solução

A concentração das soluções é uma forma de relacionar as proporções de soluto e solvente ou de soluto e solução. Usando duas substâncias, por exemplo, água e sal de cozinha (NaCl), podemos preparar várias soluções diferentes umas das outras em relação à quantidade de soluto e de solvente utilizada em sua preparação. Dizemos que essas soluções têm concentrações diferentes. Existem várias formas de expressar a concentração de uma solução, pois as quantidades de soluto e de solvente podem ser expressas em termos de massa, volume, número de mols, número equivalente a gramas, entre outras. As diferentes maneiras de expressar a concentração de uma solução surgiram para atender a necessidades especificas. Assim, molaridade e normalidade são úteis nos cálculos estequiométricos das reações que ocorrem em solução, outras unidades, como a molaridade (concentração em quantidade de matéria) e a fração molar, são mais convenientes para interpretar propriedades físicas das soluções.

É importante ressaltar que as unidades de concentrações expressas em termos de volume sofrem alterações quando a temperatura se modifica. Isso porque as soluções podem sofrer expansão ou contração de volume conforme a temperatura aumente ou diminua. A seguir são apresentadas algumas formas de expressar a concentração de uma solução.

A concentração comum nos informa a massa do soluto em g, contida em 1 L de solução. Sua unidade é g/L. Quando se diz que uma solução aquosa de NaCl apresenta concentração de 200 g/L, significa que em cada L dessa solução existem 200 g de NaCl dissolvidos. A concentração em g/L pode ser calculada por meio da expressão:

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Sendo que: C é a concentração comum em g/L; m_1 é a massa do soluto em g; e V é o volume da solução em L.

A concentração molar, também conhecida como molaridade ou concentração em quantidade de matéria, indica o número de mols do soluto dissolvidos em 1 L de solução. É expressa em mols/l ou molar (M). Quando dizemos, por exemplo, que determinada solução de hidróxido de sódio (NaOH) tem molaridade igual a 2,0 mols/L ou 2,0 M, isso significa que a solução contém

2 mols de hidróxido de sódio, ou seja, 80 g de NaOH dissolvidos em cada L de solução. A concentração molar pode ser calculada por meio da expressão:

$$M = \frac{n_1}{V} \; ou \; \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Sendo que: M é a concentração molar em mols/L ou M; n_1 é o número de mols da solução em mols; m_1 é a massa do soluto em g; M_1 é a massa molar do soluto em g/mol; e V é o volume da solução em L.

A concentração normal ou a normalidade da solução indica o número de equivalentes-gramas do soluto dissolvido em 1 L de solução. É expressa em eq/L ou normal (N). Quando dizemos, por exemplo, que uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) tem 2,0 N, isso significa que em cada 1 L dessa solução existem dissolvidos 2,0 equivalentes-gramas de ácido sulfúrico, ou seja, 98 g de H_2SO_4. A expressão que permite calcular a normalidade de uma solução é:

$$N = \frac{e_1}{V} \; ou \; \frac{m_1}{E_1 \cdot V}$$

Sendo que: N é a normalidade da solução em eq/L ou N; e_1 é o número de equivalentes-gramas do soluto em eq; m_1 é a massa do soluto em g; E_1 é equivaletes-gramas do soluto, em g/eq; e V é o volume da solução em L.

A porcentagem em massa indica a massa do soluto existente em 100 unidades de massa da solução. Por exemplo, se uma solução apresenta porcentagem em massa de soluto igual a 20%, ela pode conter 20 g do soluto em cada 100 g de solução, ou 20 kg do soluto em cada 100 kg de solução. A porcentagem em massa pode ser calculada através da expressão:

$$P = \frac{m_1}{m} \cdot 100\% \; ou \; P = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \cdot 100\%$$

Sendo que: P é porcentagem em massa; m_1 é a massa do soluto; m_2 é a massa do solvente; e m é a massa da solução (soluto + solvente).

A concentração em frações molares indica a relação entre o número de mols do soluto ou do solvente e o número total de mols da solução. Para uma solução de apenas um soluto, as frações molares do soluto e do solvente podem ser determinadas pelas expressões:

Para soluto:

$$x_1 = \frac{n_1}{n} \; ou \; x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

Para solvente:

$$x_2 = \frac{n_2}{n} \; ou \; x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Sendo que: x_1 é a fração molar do soluto; x_2 é a fração molar do solvente; n_1 é o número de mols do soluto; n_2 é o número de mols do solvente; e n é o número de mols da solução ($n_1 + n_2$).

Diluição e concentração de soluções

Nas experiências e análises executadas em laboratórios, é frequente trabalhar com soluções diluídas. Muitos dos reagentes de laboratório são, no entanto, adquiridos na forma concentrada e devem, portanto, ser diluídos para que possam ser usados. A diluição consiste na adição de mais solvente à solução. Neste processo, a concentração da solução é alterada, a mesma quantidade de soluto passa a ocupar um volume maior que o inicial.

O processo inverso à diluição é a concentração de soluções. É normalmente realizado aquecendo-se cuidadosamente a solução de modo que apenas o solvente seja evaporado. Também, nesse caso, a quantidade de soluto é a mesma da solução inicial, porém, o volume final é menor que o inicial. Esse processo não é recomendado para soluções em que o soluto é volátil.

Nos dois processos, a diluição, a concentração, qualquer que seja a forma de exprimi-la, e a quantidade de soluto permanecem constantes. Para determinar, por exemplo, a concentração comum de uma solução, após o processo de diluição, podemos efetuar o seguinte cálculo:

Solução inicial:

$$C_i = \frac{m}{V_i}$$

Que é equivalente a:

$$m = C_i \cdot V_i$$

Solução final:

$$C_f = \frac{m}{V_f}$$

Que é equivalente a:

$$m = C_f \cdot V_f$$

Sendo: C_i é a concentração comum inicial; V_i é o volume da solução inicial; C_f é a concentração comum final; V_f é o volume final da solução; e m é a massa do soluto.

Como a quantidade de soluto não se altera, temos:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

No estudo dos conceitos fundamentais e das soluções podemos perceber que a química está presente no cotidiano de nossas atividades. Utilize os exercícios propostos para sistematizar e fixar os conhecimentos construídos ao longo deste estudo.



Link

A tabela periódica é o instrumento que auxilia na compreensão das transformações da matéria. Nela são encontradas informações importantes sobre todos os elementos químicos. No link a seguir, você pode conhecer uma tabela periódica interativa que apresenta, além das informações tradicionais, vários dados e curiosidades complementares:

https://goo.gl/ot5b8y



Referências

ATKINS, P. W.; JONES, L. *Princípios de química*: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2011.

BROWN, T. L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. *Química*: a ciência central. 9. ed. Rio de Janeiro: Pearson, 2005.

FOGAÇA, J. R. V. *Exercícios sobre curvas de solubilidade*. c2018. Disponível em: <https://exercicios.mundoeducacao.bol.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-curvas-solubilidade.htm#resposta-809>. Acesso em: 04 ago. 2018.

JESPERSEN, N. D.; BRADY, J. E.; HYSLOP, A. *Química*: a natureza molecular da matéria. 7. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

LAIFI. *Coeficiente de solubilidade*. 2011. Disponível em: <http://www.laifi.com/laifi.php?id_laifi=1719&idC=34222# >. Acesso em: 04 ago. 2018.

PARANÁ. Secretaria da Educação. *Molécula de O2*. 2018. Disponível em: <http://www.quimica.seed.pr.gov.br/modules/galeria/detalhe.php?foto=1585&evento=4>. Acesso em: 28 set. 2018.

WIKIPÉDIA. *Amoníaco*. 2018b. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Amon%C3%ADaco>. Acesso em: 28 set. 2018.

WIKIPÉDIA. *Metano*. 2018c. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Metano>. Acesso em: 28 set. 2018.

WIKIPÉDIA. *Sacarose*. 2018a. Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Sacarose>. Acesso em: 28 set. 2018.

Leituras recomendadas

LE COUTEUR, P.; BURRESON, J. *Os botões de Napoleão*: as 17 moléculas que mudaram a história. Rio de Janeiro: Zahar, 2006.

PERUZZO, F. M.; CANTO, E. L. *Química*: na abordagem do cotidiano. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2011.

Encerra aqui o trecho do livro disponibilizado para esta Unidade de Aprendizagem. Na Biblioteca Virtual da Instituição, você encontra a obra na íntegra.



DICA DO PROFESSOR

Conhecendo os **tipos de soluções e suas classificações**, podemos identificar vários materiais que, quando misturados, podem compor uma solução sólida, líquida ou gasosa.

Na Dica do Professor, você irá conhecer mais sobre soluções com a utilização de exemplos simples do dia a dia, que possibilitarão o reconhecimento das soluções em suas mais diversas composições.



EXERCÍCIOS

1) Muitos materiais utilizados para confecção de objetos são encontrados na natureza. Por exemplo, as rochas do tipo metamórficas e ígneas são as matérias-primas para a confecção do mármore e do granito. O mármore é composto, principalmente, pelos minerais calcita e dolomita, enquanto o granito é formado por quartzo, feldspato, micas e anfíbolas. Ambos são utilizados na construção civil e passam pelo processo de polimento para apresentar a superfície lisa. A diferença entre mármore e granito é a densidade do material, devido à sua composição. Ainda, o mármore é menos denso do que o granito, pois o granito não apresenta tantos veios, sendo menos poroso. Nesse contexto, esses materiais formam uma mistura com sistema homogêneo ou heterogêneo? A transformação da pedra bruta metamórfica e ígnea em mármore e granito passa por um processo físico ou químico?

a) Mistura com sistema homogêneo. Transformação por processo químico.

b) Mistura com sistema homogêneo. Processo químico.

c) Mistura com sistema heterogêneo. Processo físico.

d) Mistura com sistema heterogêneo. Processo químico.

e) Não são consideradas misturas. Processo físico.

2) As soluções líquidas são as mais frequentes no estudo dos materiais pela Química. As bebidas gaseificadas, como refrigerantes e águas saborizadas, representam qual tipo de solução? Indique qual é o soluto e qual é o solvente nessas soluções. Considere água e dióxido de carbono como principais componentes.

a) Solução líquido-líquido. A água é o soluto e o dióxido de carbono é o solvente.

b) Solução líquido-líquido. A água é o solvente e o dióxido de carbono é o soluto.

c) Solução líquido-gás. A água é o soluto e o dióxido de carbono é o solvente.

d) Solução líquido-gás. A água é o solvente e o dióxido de carbono é o soluto.

e) Solução líquido-sólido. A água é o solvente e o dióxido de carbono é o soluto.

3) A curva de solubilidade de uma substância X em função da temperatura está representada no gráfico a seguir.

Considerando a quantidade de 30g de soluto da substância X dissolvida em 100g de água, os três pontos nas temperaturas de 20°C 40°C e 50°C representam soluções classificadas como:

a) Insaturada, supersatura e insaturada.

b) Insaturada, saturada e insaturada.

c) Supersaturada, saturada e insaturada.

d) Supersaturada, insaturada e saturada.

e) Saturada, insaturada e supersaturada.

4) Considere os seguintes eventos de nosso cotidiano, expostos a seguir:I - Escrita com

lápis sobre o papel.II - Fermentação de massa de pão.III - Precipitação de chuvas.IV - Redução de bolinhas de naftalina.V- Enferrujamento de porta de metal.Classifique os eventos listados em transformações químicas ou em transformações físicas da matéria.

a) I - Física. II - Química. III - Física. IV - Física. V - Química.

b) I - Química. II - Química. III - Física. IV - Química. V - Química.

c) I - Física. II - Química. III - Química. IV - Física. V - Química.

d) I - Química. II - Química. III - Física. IV - Química. V - Física.

e) I - Química. II - Física. III - Física. IV - Química. V - Física.

5) Observe as figuras a seguir.

Indique quais representam substâncias simples e quais representam substâncias compostas.

a) I - Substância composta. II - Substância simples. III - Substância composta. IV - Substância simples. V - Substância composta.

b) I - Substância simples. II - Substância composta. III - Substância composta. IV - Substância simples. V - Substância simples.

c) I - Substância composta. II - Substância composta. III - Substância composta. IV - Substância simples. V - Substância composta.

d) I - Substância simples. II - Substância simples. III - Substância simples. IV - Substância simples. V - Substância composta.

e) I - Substância composta. I - Substância composta. III - Substância simples. IV - Substância simples. V - Substância composta.



As **soluções** são de extrema importância para o corpo humano. É por meio delas que os **nutrientes são transportados** para todas as partes do organismo.

Neste Na Prática, você irá conhecer a importância da solução de cloreto sódio para o equilíbrio hídrico das células. E, ainda, o que a presença do íon sódio (Na+) pode causar quando está presente em soluções muito concentradas e diluídas.



SAIBA +

Para ampliar o seu conhecimento a respeito desse assunto, veja abaixo as sugestões do professor:

Química Básica - Matéria 01: a matéria, suas transformações e a energia

Neste vídeo, você poderá acompanhar de uma forma diferente os conceitos de matéria e suas transformações. E, ainda, fazer a relação com conceitos de energia que estão conectados às transformações químicas.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Soluções químicas - Parte 01: conceitos, tipos de solução e coeficiente de solubilidade

Neste vídeo, você poderá acompanhar de forma mais detalhada o coeficiente de solubilidade das substâncias. São propostas várias situações utilizando o NaCl, principal componente do sal de cozinha.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!

Aprenda a fazer o cálculo de preparo de soluções

Neste vídeo, você irá acompanhar um exemplo de diluição de soluções.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!